



Universidade de Brasília

FACULDADE UnB PLANALTINA
LICENCIATURA EM CIÊNCIAS NATURAIS

**PROPOSTA DE EXPERIMENTOS PARA A DISCIPLINA DE
FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÂNICA DO CURSO DE
LICENCIATURA EM CIÊNCIAS NATURAIS**

AUTORA: ÁGATHA CAMILA L. DE SOUSA

ORIENTADORA: PROF^a. DR^a. POLIANA MAIA DUTRA

CO-ORIENTADORA: PROF^a. DR^a. JULIANA EUGÊNIA CAIXETA

Planaltina - DF

Dezembro, 2016

**PROPOSTA DE EXPERIMENTOS PARA A DISCIPLINA DE
FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÂNICA DO CURSO DE
LICENCIATURA EM CIÊNCIAS NATURAIS**

AUTORA: ÁGATHA CAMILA L. DE SOUSA

ORIENTADORA: PROF^a. DR^a. POLIANA MAIA DUTRA

CO-ORIENTADORA: PROF^a. DR^a. JULIANA EUGÊNIA CAIXETA

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado à Banca Examinadora, como exigência parcial para a obtenção de título de Licenciada do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais, da Faculdade UnB Planaltina, sob a orientação da prof^a. Dra. Poliana Maia Dutra e coorientação da prof^a. Dra. Juliana Eugênia Caixeta.

Planaltina - DF

Dezembro, 2016

DEDICATÓRIA

Dedico este trabalho a minha mãe, Adriana Lopes, que me inspira em todos os sentidos, me ensinando os reais valores da vida, sendo íntegra em tudo que faz. Espero me tornar uma mulher com a força que tem.

"Mãe, há tanta verdade em mim, que mal posso me manter de pé, se nunca lembrar de ti."

AGRADECIMENTOS

Agradeço a minha família, por acreditarem em mim e me suportarem em dias de estresses acadêmicos, vocês são minha base.

Aos meus amigos lindos, os de longa e curta data, que me incentivaram em tudo que eu fosse fazer, com palavras de apoio e puxões de orelha. Moises Fabiano, Larissa Castro, Letícia de Sousa, Maria Lícia, Pedro Radica, Yngrid Ribeiro, Stefanne Laia, Jéssica Borges Bruno Cézar, André Gomes, Deborah Valadares e Paloma Afonso. Em especial para minha companheira de curso e vida, Lorena Santos, que me fez desconstruir todos os significados possíveis de amizade, criando um só nosso. E para Rayssa Gebrim, que me iluminou com sua luz durante toda a minha graduação. Vocês todos (as) me tornaram quem sou e eu não seria nada sem vocês.

Ao meu namorado, Pedro Martins, que suportou todos os meus estresses no mês da finalização deste e vem tornando meus dias mais lindos, você é incrível.

Ao meu professor e mentor da vida, Paulo Brito, que me inspirou e me inspira com seu amor a profissão e seus ensinamentos tão enriquecedores. Sinto-me honrada por ter compartilhado tantas experiências satisfatórias como sua aprendiz, ao longo desses quatro anos. Só tenho a agradecer, boa parte do meu desenvolvimento acadêmico e pessoal teve sua influência.

As minhas amadas orientadoras, eu nem tenho como agradecer-las por todo apoio para a conclusão desta pesquisa. Poliana Dutra, obrigada por todo auxílio no laboratório e por todo o seu tempo dedicado a este trabalho, por estarmos juntas sempre e por acreditar em mim. Juliana Caixeta, muito obrigada pelo seu carinho, pelo amor que transborda em suas falas, pelo amor aos seus alunos, pelo amor a sua profissão e pelo tempo dedicado a esta pesquisa. Vocês são incríveis, eu não conseguiria sem vocês.

PROPOSTA DE EXPERIMENTOS PARA A DISCIPLINA DE FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÂNICA DO CURSO DE LICENCIATURA EM CIÊNCIAS NATURAIS

Ágatha Camila L. de Sousa¹

Poliana Maia Dutra²

Juliana Eugênia Caixeta³

RESUMO

A sociedade contemporânea vive a "era da informação", onde as inovações e informações são processadas muito rapidamente. Assim, é de suma importância que os professores revejam constantemente suas práticas e procurem utilizar metodologias diferenciadas para mediar os conceitos em sala de aula, de forma a incentivar os alunos a serem agentes construtores do conhecimento e críticos de seu próprio saber. Diante disso, o objetivo deste trabalho é propor experimentos de química que oportunizem o processo de ensino e aprendizagem de conceitos da disciplina de Fundamentos de Química Inorgânica (FQI), disciplina teórica e obrigatória do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais. A metodologia utilizada para a proposta consiste numa pesquisa bibliográfica de cunho qualitativo. Os resultados indicaram que foi possível propor quatro experimentos para disciplina de FQI, sendo um experimento proposto na categoria demonstração e os demais na categoria verificação. Todos os experimentos foram testados e adaptados no laboratório da Faculdade UnB Planaltina. Diante disso, a utilização dos experimentos para a mediação dos conceitos da disciplina é viável, uma vez que os experimentos contemplam os conteúdos triviais a disciplina e o laboratório do campus os comporta.

Palavras-chave: Experimentos. Química Inorgânica. Ensino de Ciências.

ABSTRACT

Contemporary society has been living on the "age of information", where innovations and information are usually processed really quickly. Thus, it is critical that teachers constantly review their practices and try to use differential methodologies to mediate concepts on the classroom. The intention is to encourage students to be knowledge-building agents and critics of their own knowledge. Therefore, the main goal of this work is to propose chemical experiments that allow the process of teaching and learning the concepts of Inorganic Chemistry Fundamentals (ICF), a theoretical and obligatory discipline of Natural Science course. The methodology used for the proposal is based on a qualitative bibliographical research. Our results indicate that it is possible to propose four experiments for ICF discipline: one experiment consists of a demonstration category and the others on the investigation category. All the experiments were tested and adapted at the laboratory of UnB Planaltina campus. Finally, the use of the experiments to mediate the concepts of the discipline is feasible, since the experiments contemplate the trivial content of the discipline and the campus lab meets all the requirements.

Keywords: Experiments. Inorganic Chemistry. Science teaching.

¹ Graduanda do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais da Universidade de Brasília.
E-mail: agathaboechar@hotmail.com

² Orientadora do trabalho. Profª. Dra. da Faculdade UnB Planaltina.
E-mail: polianamaia@unb.br

³ Coorientadora do trabalho. Profª. Dra. da Faculdade UnB Planaltina.
E-mail: eugenia45@hotmail.com

1. INTRODUÇÃO

O método tradicional de ensino é marcado pela transmissão de conteúdos e a repetição de fórmulas, onde o professor é a figura central e o aluno é concebido como agente passivo da própria aprendizagem (CERICATO; CASTANHO, 2008). Quando o aluno não é valorizado e seu cotidiano não é considerado no seu processo de ensino-aprendizagem, sua aprendizagem é fragmentada e descontextualizada (FERNANDES, 2006). Nesse tipo de ensino preserva-se a aprendizagem mecânica, onde não há a preocupação com a aprendizagem significativa que se caracteriza pela interligação entre os conhecimentos prévios com os novos adquiridos (GUIMARÃES, 2009).

A sociedade contemporânea vive a "era da informação", onde as inovações e informações são processadas muito rapidamente (MORATORI, 2003). Diante disso, é de suma importância que os professores revejam constantemente suas práticas e procurem utilizar metodologias diferenciadas para mediar os conceitos em sala de aula, de forma a incentivar os alunos a serem agentes construtores do conhecimento e críticos de seu próprio saber. “Os alunos necessitam dominar o processo de aprendizagem para o desenvolvimento de suas competências, e não mais absorver somente o conteúdo” (MORATORI, 2003, p. 1).

Dentre as várias formas existentes para mediar os conhecimentos científicos, no ensino de química a experimentação merece destaque por estimular a investigação e possibilitar um ensino mais dinâmico e significativo (HERMES, 2013). Através da experimentação, com a mediação do professor, o aluno pode ser capaz de criar uma problemática, contextualizá-la e desenvolver estratégias para encontrar soluções. A experimentação pode ser uma estratégia eficaz para que ocorra uma aprendizagem significativa (GUIMARÃES, 2009).

Diante disso, este trabalho visa propor experimentos de Química Inorgânica que podem ser aplicados à disciplina “Fundamentos de Química Inorgânica” (FQI) – do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais - a fim de auxiliar o ensino e aprendizagem dos conceitos abordados nessa disciplina.

2. REFERENCIAL TEÓRICO

2.1 Abordando a experimentação: breve histórico, definições e características

O trabalho experimental desenvolvido nas universidades, há cem anos, foi o precursor das primeiras experimentações realizadas nas escolas e essa demanda esteve associada às dificuldades dos estudantes na compreensão dos conteúdos teóricos. O conhecimento científico abstrato não permitia que estes transpusessem os conhecimentos para a ordem prática, ou seja, dominavam a teoria, mas não sabiam aplicá-la (GALIAZZI et al., 2001).

Foi em meados da década de 60 do século XX que o ensino pautado na utilização de atividades experimentais ganhou destaque. Vários projetos passaram a ser desenvolvidos em razão do rápido progresso científico e tecnológico contemporâneo, exigindo que o ensino da época acompanhasse tal progressão (GALIAZZI et al., 2001).

No Brasil, a experimentação começou a ganhar amplo destaque no início da década de 70, quando surgiu a eminente preocupação em construir uma visão moderna no ensino brasileiro. Acreditava-se que a experimentação poderia ser a solução para uma melhoria imediata da compreensão dos processos inerentes à ciência (GIL-PÉREZ et al., 1999). Desse modo, houve uma grande difusão da aplicação dessas atividades nas diversas escolas brasileiras. Hodson (1998) explicitou uma série de motivos que justificasse a necessidade da implementação da experimentação no ensino de ciências, sendo eles: i) estímulo da observação e do tratamento dos dados obtidos; ii) promoção do pensamento científico, iii) desenvolvimento de atividades de manipulação, iv) a busca pela resolução de problemas, v) compreensão das exigências da escola, vi) compreensão da teoria, vii) verificação dos fatos e princípios estudados, viii) encontro de fatos por meio da investigação, ix) motivação dos estudantes e x) tornar os fenômenos reais por meio da experimentação.

A inclusão de atividades práticas voltadas para o estudo do trabalho experimental exprime a aquisição de habilidades diversas, dentre elas, Hodson (1998) destaca que, ao estar imerso no contexto da experimentação, os educandos poderão desenvolver uma série de capacidades passíveis de serem utilizadas em outras áreas de estudo, tais como resolução de problemas, questionamento e busca por respostas. Entretanto, alguns estudiosos da área, como Borges (2002) e Lima (2012), corroboram que as atividades experimentais, em muitos casos, têm sido utilizadas somente para testar teorias e evidenciar fórmulas matemáticas, o que acaba reduzindo suas potencialidades e denotando apenas um caráter meramente ilustrativo dos fatos e fenômenos.

Desse modo, destaca-se a importância de compreender a natureza das atividades experimentais como aquelas que devem estar voltadas para o desenvolvimento cognitivo dos estudantes, de modo que estes possam transitar por um processo de ensino-aprendizagem motivador, que seja capaz não só de transcender o método científico, mas de transformar a realidade do saber posto para se adquirir conhecimento, seja ele teórico ou prático.

2.2 Contribuições da experimentação para a aprendizagem em química inorgânica

A disciplina de química inorgânica compõe o currículo de diversos cursos de licenciatura, dentre eles, o curso de Licenciatura em Ciências Naturais, ofertado pela Faculdade UnB Planaltina (FUP), campus da Universidade de Brasília (UNB), desde o ano de 2010.

Uma característica comum nas aulas de química, e que acaba não se diferenciando de outras áreas das exatas, consiste na valorização do ensino mediante a utilização de fórmulas memorísticas, conceitos e leis (PELIZZARI et al., 2002). A visão da química como uma ciência que está presente diretamente no âmbito social, tecnológico e econômico, na maioria das vezes, é deixado de lado em sala de aula, o que acaba dissociando-a de uma ciência que traz amplos contributos para a sociedade moderna atual. O que se observa é um ensino de química pautado nos aspectos conceituais, que não abarca a realidade dos alunos e que não permite a realização da contextualização dos conhecimentos explorados em sala (CARDOSO, 2000). É nesse sentido que a experimentação pode contribuir para o ensino de química, e, no caso deste trabalho, no ensino de química inorgânica, uma vez que seu estudo está centrado na compreensão dos elementos químicos e das substâncias da natureza que não possuem carbono coordenado em cadeias (SOUZA et al., 2011). Logo, esse tipo de estratégia permitirá aos estudantes vislumbrar a química além de uma visualização de conceitos, mas sim, na prática, de modo que estes sejam construtores do próprio processo de aprendizagem, aplicando os conhecimentos da química do dia a dia que, por vezes, encontra-se dissociada ao que é abordado em sala.

Vale ressaltar que, para o emprego da estratégia da experimentação, não há necessidade de espaços físicos, tais como laboratórios, e de determinados materiais, tais como tubos de ensaio, béquer, *erlenmeyer*, dentre outros (COSTA, 2013); o experimento investigativo, realizado utilizando-se de recursos simples, também se torna o precursor de grandes descobertas. E é esse espírito investigativo e criativo que as aulas de Química no ensino

superior devem promover, especialmente, aos professores em formação, que, em futuro breve, estarão atuando na educação básica.

Para Ferreira, Hartwig e Oliveira (2010), a experimentação constitui-se um recurso indispensável para o ato de formação de conceitos. Para um melhor desenvolvimento das aulas, no contexto da educação básica, torna-se essencial que o professor, em formação inicial, vivencie os diversos tipos de experimentação existentes, como esses que serão apresentados a seguir, no contexto dessa pesquisa.

2.3 As interfaces da experimentação: diferentes práticas didáticas

Para planejar uma aula, o professor tem a sua disposição uma série de recursos ou estratégias que visam o alcance de algum objetivo educacional, podendo ser ele a construção de uma hipótese, a resolução de alguma problemática investigativa, a verificação da aprendizagem ou até mesmo a introdução de algum conceito. Neste sentido, a adoção de experimentos surge como uma estratégia de ensino que visa colaborar com o processo educativo.

Dependendo de suas finalidades didáticas, os experimentos podem ser divididos em três tipos, que se diferenciam de acordo com o planejamento e aplicação: 1) demonstração; 2) verificação e 3) investigação (ARAÚJO et al., 2015).

De acordo com Gaspar e Monteiro (2005), a demonstração experimental consiste em atividades que tenham o intuito de apresentar conceitos e fenômenos, cuja estratégia prioriza a exploração qualitativa. As atividades de demonstração têm como objetivo ilustrar e facilitar a compreensão dos conteúdos teóricos abordados nas aulas, tornando-os mais atrativos, além de aguçar a reflexão e observação por parte dos educandos. A execução do experimento, adotando-se a demonstração, fica toda a cargo do professor (FERREIRA, 1978; GASPAR; MONTEIRO, 2005). As atividades de verificação ocorrem geralmente após a realização de uma aula expositiva e tem como objetivo averiguar determinada lei ou teoria. Apesar de trazer explicações já conhecidas pelos alunos, com resultados previsíveis, esse tipo de atividade permite confrontar dados resultantes que sejam diferentes do usual, além de favorecer a articulação com conceitos científicos (ARAÚJO; ABIB, 2003). Dentre as principais características desse tipo de atividade, encontra-se a facilidade que os alunos possuem para elaborar explicações. O roteiro segue fechado e estruturado e o professor fiscaliza todo o andamento da atividade (OLIVEIRA, 2010).

Já as atividades experimentais de investigação têm se destacado no ensino e aprendizagem dos alunos, pois permitem que os educandos tomem frente do processo de construção do conhecimento, tornando-se agentes construtores do próprio processo de ensino-aprendizagem, sendo o estudante responsável por realizar a interpretação e ir ao encontro de soluções para os impasses levantados, adotando a reflexão e a tomada de decisões. Desse modo, o professor assume o papel de mediador e incentivador, o que favorece a criatividade por parte dos estudantes (OLIVEIRA, 2010).

Nesse sentido, é necessário que o professor conheça e analise essa diversidade de possibilidades para que possa focar suas ações naquelas que lhe pareçam mais coerentes com o tipo de experimentação. O importante é que as distinções sejam bem compreendidas de forma que possam ser aplicadas com objetivos bem definidos e com estratégias que favoreçam, dentro dos limites de cada abordagem, a máxima eficiência para o aprendizado de novos conteúdos, procedimentos e atitudes (OLIVEIRA, 2010).

3. OBJETIVOS

Propor experimentos de química, em laboratório, que oportunizem o processo de ensino e aprendizagem de conceitos da disciplina de Fundamentos de Química Inorgânica (FQI) do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais.

4. PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS

Este trabalho é caracterizado como uma pesquisa bibliográfica de cunho qualitativo, entendemos sobre pesquisa bibliográfica, aquela que é desenvolvida com base em material já elaborado, constituída principalmente de livros e artigos científicos (Gil, 2008). A pesquisa bibliográfica vista sob uma perspectiva qualitativa, surge como um caminho para a compreensão do tema, não limitando os questionamentos, o entendimento e os argumentos utilizados pelos autores. (SIMÕES, et al., 2006).

4.1 Corpus de Análise

O corpus de análise foi constituído por três livros, um artigo e dois documentos oficiais do curso: o plano de curso da disciplina e o Projeto Político Pedagógico do Curso. A seguir, apresentamos as referências das bibliografias utilizadas:

BESLLER, K. E. Química em tubos de ensaio: uma abordagem para principiantes. São Paulo: **Edgard Blücher**, 2004.

COSTA, T.S. ORNELAS, D.L.GUIMARÃES, P.I.C, MERÇON, F. Experimentos com Alumínio. Experimentação no Ensino de Química. **Química Nova na Escola**, nº 23, maio 2006.

DUTRA, P.M. **Plano de curso da disciplina Fundamentos de Química Inorgânica**. Faculdade UnB Planaltina, Universidade de Brasília, Planaltina, 2016. Trabalho não publicado.

JONES, L. ATKINS, P. Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. Ed.5. Rio de Janeiro: **BOOKMAN COMPANHIA ED**, 2012.

LEE, J.D. Química Inorgânica não tão concisa. São Paulo: **Edgard Blücher**, 1999.

UNIVERSIDADE DE BRASÍLIA. **Reforma do Projeto Político Pedagógico do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais – Diurno/Noturno**. Faculdade UnB Planaltina, 2013.

4.2 Procedimentos de coleta dos dados

Este estudo foi realizado em três etapas, sendo elas:

I- Análise da ementa da disciplina de FQI, para identificar os conteúdos contemplados na disciplina.

II - Pesquisa bibliográfica sobre experimentação em Química Inorgânica, com o propósito de identificar experimentos que podem ser válidos para a disciplina, entendendo por válido aquele experimento que contribui para a formação de conceitos vinculados à ementa de FQI.

III – Teste dos experimentos selecionados no laboratório de química da UnB - FUP

Com base na avaliação da ementa da disciplina FQI foram selecionados uma sequência de experimentos de Química Inorgânica baseado nos experimentos de química inorgânica que são desenvolvidos no curso de química da Universidade de Brasília – Campus Darcy Ribeiro. A partir dessa etapa, verificou-se a disponibilidade dos materiais e reagentes no laboratório de química, física e biologia da Universidade de Brasília, analisou-se o nível de periculosidade (se é volátil ou tóxico) de cada experimento e sua aplicabilidade à disciplina FQI.

Dentre os critérios utilizados a se rejeitar ou executar um experimento utilizamos: se o mesmo contempla os conceitos desenvolvidos na disciplina de FQI, disponibilidade de materiais e reagentes nos laboratórios da universidade, conceitos que poderiam ser ensinados a partir do experimento, para evitar repetição e experimentos que abordavam conceitos de FQI, e se não era abordado em outra disciplina do curso de Licenciatura em Ciências Naturais.

4.3. Procedimentos de análise de dados

Os experimentos serão organizados em categorias (BARDIN, 1977), tendo em vista: seu objetivo, contribuições do experimento para a disciplina FQI: conceitos e mediações possíveis; contribuições do experimento para outras disciplinas do curso de Licenciatura em Ciências Naturais e explicações científicas do experimento.

5. Resultados e Discussões

5.1. O contexto da pesquisa: a disciplina de FQI

Esta pesquisa foi realizada na Faculdade UnB de Planaltina (FUP), tendo como foco a proposição de experimentos que podem favorecer o processo de ensino e aprendizagem de conceitos da disciplina de FQI. Essa disciplina é obrigatória, sendo ofertada no terceiro semestre do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais e a mesma não é pré-requisito para outra disciplina de química para esse curso. O Projeto Político Pedagógico (PPP) do curso salienta que a matéria é apenas teórica e tem como objetivo fornecer subsídios para a compreensão dos elementos químicos inorgânicos referentes à sua ocorrência, propriedades físicas, aspectos das ligações químicas, propriedades químicas, preparação e aplicações dos elementos e seus principais compostos (UNB, 2013).

A disciplina FQI tem como objetivo promover a compreensão das principais propriedades físicas e químicas referentes aos elementos químicos inorgânicos, como sua ocorrência e utilidade na Terra, abordando como principais conteúdos (DUTRA, 2016, p.1):

1. Propriedades periódicas
2. Introdução à ligação química
3. Ligação química e estrutura molecular – 3.1. Ligação iônica: sólidos, energia reticular e estrutura de Lewis 3.2 Ligação covalente: estruturas de Lewis, geometrias de moléculas

(RPECV), forças intermoleculares, teoria dos orbitais moleculares e diagramas de energia para moléculas diatômicas.

4. Ácidos e Bases - 4.1 Conceitos: Arrhenius, Brönsted-Lowry e Lewis e suas aplicações, 4.2. Força relativa de ácidos e bases: estrutura molecular e cálculos de pH, pOH e constantes de equilíbrio para ácidos (K_a) e bases (K_b) fracos.

5. Oxidação e redução – Números formais de oxidação e suas aplicações: balanceamento de equação redox, células eletrolíticas e galvânicas.

6. Química descritiva dos elementos representativos: 1 - Li, Na, K, Rb, Cs; 2 - Be, Mg, Ca, Sr, Ba; 13 - B, Al, Ga; 14 - C, Si, Ge, Sn, Pb; 15 - N, P, As, Sb, Bi; 16 - O, S, Se, Te, Po; 17 - F, Cl, Br, I. Abordagem: a) Propriedades dos elementos e compostos mais comuns; b) Obtenção de produtos básicos como, por exemplo: ácido sulfúrico, amônia, hidróxido de sódio, etc.; c) Transformação de recursos minerais: fosfato, bauxita, etc.; d) Impacto ambiental.

A metodologia de ensino consiste em:

- Aulas expositivas com discussão de estudo de caso;
- Atividades de resolução de exercícios em sala de aula;
- Apresentação de seminário;
- Horário de atendimento aos alunos: por meio de monitoria;
- Essa disciplina é fundamental para uma melhor compreensão das disciplinas de geociências, biologia, química e física que integram o curso de Licenciatura em Ciências Naturais.

E as principais formas de avaliação são feitas por meio:

- Três provas escritas individuais (P1, P2 e P3) com o mesmo peso;
- Apresentação de um seminário (S1) de mesmo peso que a prova escrita;
- Cálculo da nota final = $P1 + P2 + P3 + S1/4$.

As escolhas dos experimentos testados em laboratório foram em função dos conceitos desenvolvidos em FQI tais como a química descritiva dos elementos representativos do grupo 13, e experimentos que abordassem os conceitos de ácidos e bases, e oxidação e redução (UNB, 2013).

5.2. Propostas de Experimentos para a disciplina FQI

Os experimentos selecionados (total de 4), cujos roteiros encontram-se no apêndice I, foram testados e adaptados pela pesquisadora, a partir da leitura e estudo das seguintes obras:

- ✓ BESLLER, K. E. Química em tubos de ensaio: uma abordagem para principiantes. São Paulo: **Edgard Blücher**, 2004.
- ✓ COSTA, T.S. ORNELAS, D.L.GUIMARÃES,.P.I.C, MERÇON, F. Experimentos com Alumínio. Experimentação no Ensino de Química. **Química Nova na Escola**, nº 23, maio 2006.

Cada experimento será apresentado tendo em vista seu objetivo, conceitos científicos que podem ser abordados na disciplina de FQI e outras disciplinas de química do curso de Licenciatura em Ciências Naturais, como também definição de categorias: proposto como demonstração ou verificação.

Experimento 1 - Obtenção do éster metílico do ácido bórico

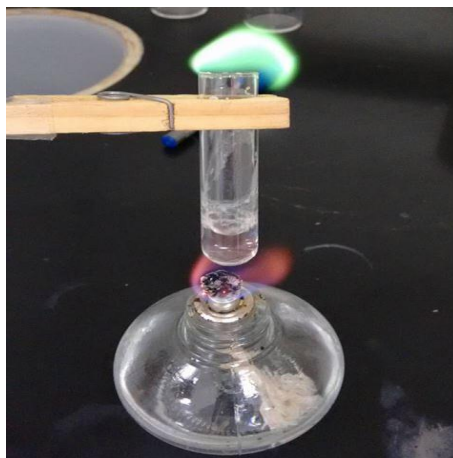
Objetivo: Obter éster metílico a partir do ácido bórico

Categoria: Demonstração.

O que foi observado no experimento:

Ao acrescentar o ácido sulfúrico (H_2SO_4) junto à solução de ácido bórico (H_3BO_3) com metanol (CH_4O) observou-se a liberação de calor na parede do tubo de ensaio e formação de bolhas, por isso é importante que o H_2SO_4 seja adicionado gradativamente. Além disso, após a adição de H_2SO_4 , observou-se a diminuição de massa do borato de metila ($\text{B}(\text{OCH}_3)_3$) (Equação 1) no interior do tubo de ensaio. Ao se aquecer o tubo de ensaio, observou-se a presença de uma chama na coloração verde (Figura 1).

Figura 1: Reação de eterificação do ácido bórico $B(OCH_3)_3$



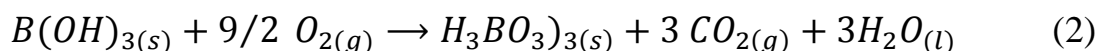
Fonte: produzido pela autora.

O H_3BO_3 é solúvel em água e se comporta com um ácido monobásico fraco. Ele não doa prótons para o solvente como a maioria dos ácidos segundo a definição de Brønsted-Lowry, mas aceita íons OH^- , portanto, se caracteriza como um ácido de Lewis (aceitador de pares de e^-), sendo mais corretamente representado como $B(OH)_3$ (LEE, 1999). Nesse composto, o átomo do boro é ligado covalentemente a três átomos de oxigênio e com uma estereoquímica trigonal regular com uma ligação boro-oxigênio de 1/3 da dupla ligação. As camadas adjacentes são unidas no cristal por atrações de Van der Waals relativamente fracas. O H_3BO_3 tem ponto de fusão baixo ($169^\circ C$) e o mesmo reage com metanol (CH_3OH) na presença de ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4), que atua como catalisador nesta reação de eterificação (reação que resulta a formação de éter) formando borato de metila ($B(OCH_3)_3$). Esse sofre combustão na presença de ar, produzindo uma chama de cor verde.

Reação de eterificação:



O H_2SO_4 concentrado remove a água formada. Este éster é muito volátil, tóxico, e ainda inflamável, queimando rapidamente segundo a Equação 2:



Durante sua combustão, aparece a chama verde. Esta reação serve para eliminar o boro presente em alguma amostra, como método qualitativo de identificação deste elemento, e

pode ser adaptado para análise quantitativa quando o ácido bórico é recuperado dos produtos de combustão.

Conteúdos abordados em FQI:

Este experimento contempla conteúdos relacionados à peculiaridade do elemento químico boro (B) em relação aos demais elementos químicos do grupo 13 e aplicação da Teoria de Lewis para reações de ácido e base.

Peculiaridade do Boro: O Boro é um não-metal e, normalmente, forma três ligações covalentes com ângulos de 120° entre si, utilizando orbitais híbridos sp^2 ; e não possui tendência de formar compostos monovalentes. Como possui apenas 3 elétrons (e^-) na camada de valência e um raio atômico pequeno, ele forma compostos com octetos incompletos ou deficientes de e^- (LEE, 1999, p. 180). A variedade e a complexidade das formas alotrópicas - propriedade que alguns elementos químicos possuem de realizar ligações por meio de ligações covalentes, formando substâncias com mesma fórmula química, mas, estruturas cristalinas diferentes - ilustram as várias maneiras pelas quais a natureza tenta solucionar esse comportamento diferenciado, no qual, os átomos procuram encontrar maneiras de compartilhar oito e^- . Em outros elementos químicos esse comportamento é solucionado pela formação de ligações metálicas, mas no caso do Boro isso é impossível, por causa do seu pequeno tamanho e de sua elevada energia de ionização (LEE, 1999, p. 184).

Teoria de Lewis: Gilbert Newton Lewis definiu ácidos como substâncias capazes de receber pares de elétrons e bases como substâncias capazes de doar pares de elétrons (LEE, 1999).

Para uma abordagem mais ampla, o (a) ministrante da disciplina poderá nortear nas observações do roteiro, questões que descrevam a química descritiva deste elemento, como sua ocorrência, abundância, aplicação, propriedades periódicas (ponto de fusão, ponto de ebulição, estrutura molecular, tamanho dos átomos, tamanho dos íons), conceito de estado de oxidação (se insere em reações de oxidação e redução) e tipo de ligações químicas, esses conceitos são abordados na disciplina FQI.

Analisando a Equação 2 observa-se que o número de oxidação (NOX) do B está variando de -15 no composto $B(OCH_3)_3$ à +3 no composto H_3BO_3 (aumento de NOX indica oxidação) enquanto no NOX do O_2 é de zero indo para -2 (diminuição do NOX indica redução).

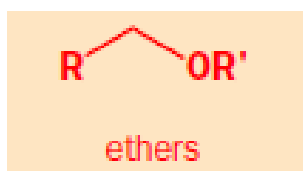
Conteúdos que podem ser abordados em outras disciplinas:

- Reação de eterificação.

O termo éter refere-se a qualquer composto que tenha dois grupos alquilo ligados através de um átomo de oxigénio. 'Éter' também é usado como um nome comum para éter dietílico ($C_4H_{10}O$), o éter dietílico é um solvente inflamável, com ponto de ebulição de $35^\circ C$.

O éter tem um átomo de carbono com apenas uma ligação simples a um heteroátomo (Equação 3). Atribuímos estes o "nível de oxidação de álcool", e todos eles são facilmente feitos a partir de álcoois sem oxidação ou redução (CLAYDEN, GREEVES, 2000).

(3)



Esse conteúdo é abordado na disciplina de Compostos Orgânicos e Vida (COV), disciplina que está inserida no PPP de Licenciatura em Ciências Naturais da FUP (UnB, 2013) e é ofertada no segundo semestre do curso.

Experimento 2 – Caráter anfótero do alumínio.

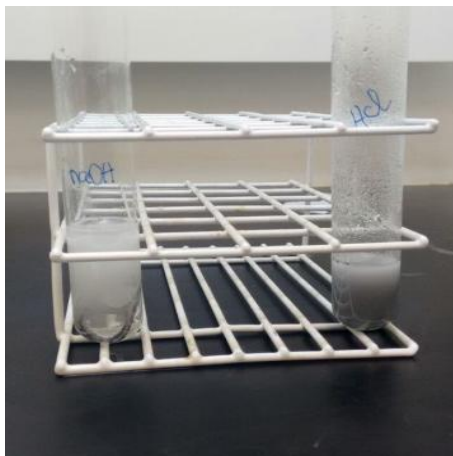
Objetivo: Comprovar o caráter anfótero do alumínio.

Categoria: Verificação.

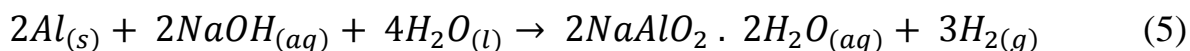
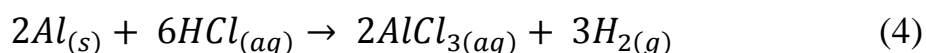
O que foi observado no experimento:

Ao adicionar o metal de alumínio em soluções de ácido clorídrico (HCl - 5 mol/L) e hidróxido de sódio ($NaOH$ -- $0,1\text{ mol/L}$), observou-se o consumo da massa do metal e formação de gás (Figura 2). Dessa forma, comprovou-se o caráter anfótero do alumínio, uma vez que reagiu tanto em meio ácido quanto em meio básico, conforme expresso nas reações químicas abaixo (Equação 4 e 5) (COSTA et al. 2006, p. 39):

Figura 2: Reação do alumínio com reagentes – NaOH/HCl



Fonte: produzido pela autora.



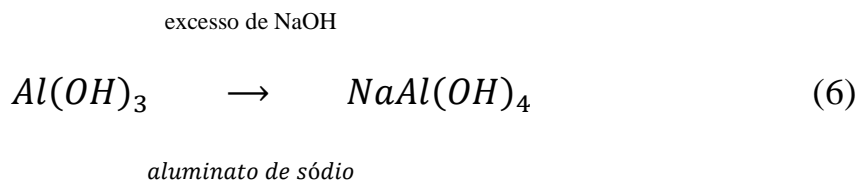
Além disso, observou-se o aumento de temperatura em ambos os casos, o que comprova a ocorrência de reações exotérmicas. A reação química em meio ácido foi mais rápida do que em meio aquoso. As velocidades da reação de oxidação do metal nos meios analisados podem ser comparadas mediante a intensidade do desprendimento gasoso e do tempo necessário para a dissolução total do material (COSTA et al., 2006, p. 39).

Conteúdos abordados em FQI:

Este experimento contempla conteúdos relacionados ao caráter anfótero do alumínio, que é discutido na disciplina durante a aplicação dos conceitos de ácido e base de Brønsted-Lowry e Lewis, onde se definem óxidos ácidos e básicos.

Óxidos ácidos e básicos: Óxidos podem reagir com água como um ácido ou uma base de Lewis. Óxidos ácidos reagem com água para formar um ácido de Brønsted-Lowry, são compostos moleculares que reagem com base formando sal e água. Já óxidos básicos reagem com água para formar uma base de Brønsted-Lowry, são compostos iônicos que reagem com ácido formando sal e água. (ATIKNS; JONES, 2007)

Caráter anfótero do Alumínio: O hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) é anfótero, pois, reage com base e também com ácidos para formar sais que contém o íon $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+3}$. O caráter ácido do $\text{Al}(\text{OH})_3$ é observado principalmente quando o mesmo se dissolve em NaOH, formando aluminato de sódio ($\text{NaAl}(\text{OH})_4$) – Equação 6).



Para uma abordagem mais ampla, o (a) ministrante da disciplina poderá nortear nas observações do roteiro, questões que descrevam a química descritiva deste elemento, como sua ocorrência, abundância, aplicação, propriedades periódicas (ponto de fusão, ponto de ebulição, estrutura molecular, tamanho dos átomos, tamanho dos íons), tipo de ligações químicas e conceito de estado de oxidação uma vez que o número de oxidação do Al variou de 0 a +3 nas substâncias Al e AlCl_3 , respectivamente (aumento de nox presença de oxidação), enquanto o nox do H variou de +1 a 0 nas substâncias HCl e H_2 , respectivamente (diminuição do nox presença de redução) (Equação 4).

Conteúdos que podem ser abordados em outras disciplinas:

-Reações endotérmicas e exotérmicas; velocidade de reações.

Reações endotérmicas e exotérmicas: Uma reação exotérmica é uma reação química cuja energia total (entalpia) dos seus produtos é menor que a de seus reagentes, ou seja, ela libera energia (o que se dá na forma de calor). Uma reação endotérmica é uma reação química cuja energia total (entalpia) dos seus produtos é maior que a de seus reagentes, ou seja, ela absorve energia (na forma de calor). (BACCAN 1985).

Velocidade de reações: Velocidade de uma reação química é o aumento na concentração molar do produto por unidade de tempo ou o decréscimo na concentração molar do reagente na unidade de tempo, os fatores que podem influenciar na velocidade da reação consistem em: concentração dos reagentes; temperatura; estado físico dos reagentes; presença (concentração e forma física) de um catalizador ou inibidor e luz. (LAVORENTI, 2002, p. 1)

Esses conteúdos são abordados na disciplina de Energia e Dinâmica das Transformações Químicas (EDTQ), disciplina que está inserida no PPP de Licenciatura em Ciências Naturais da FUP (UNB, 2013).

Experimento 3 – Estudo de ácidos e bases em meio aquoso.

Objetivo: Identificar substâncias ácidas e básicas, mediante o uso de indicadores ácido-base em meio aquoso.

Categoria: Verificação.

O que foi observado no experimento:

Preparou-se soluções diluídas de aproximadamente 10 mL (volume final + volume inicial) de: ácido bórico (H_3BO_3), sulfato de sódio (Na_2SO_4), cloreto de amônio (NH_4Cl), carbonato de sódio (Na_2CO_3), bicarbonato de sódio (NaHCO_3). Identificaram-se os béqueres com as fórmulas dos elementos correspondentes (Figura 3). Para cada solução, realizou-se a separação da mesma em dois tubos de ensaio (5 mL em cada tubo). Na metade dos tubos de ensaio adicionou-se, com auxílio de uma pipeta Pasteur, algumas gotas do indicador ácido-base fenolftaleína ($\text{C}_{20}\text{H}_{16}\text{O}_4$), e na outra metade algumas gotas da solução do indicador ácido-base de sal sódico de vermelho-de-metila ($\text{C}_{15}\text{H}_{15}\text{N}_3\text{O}_2$).

Indicadores ácido-base são corantes orgânicos, nos quais a cor da forma ácida (indH) é diferente daquela do ânion correspondente (ind^-). Em meio ácido, predomina a forma ácida (indH) e, em meio básico, a forma básica ou ânion correspondente (ind^-) do indicador. Para verificar se uma solução aquosa é ácida ou básica, basta acrescentar algumas gotas de solução muito diluída de um indicador adequado e observar a mudança da sua coloração. A Tabela 1 indica a coloração dos indicadores utilizados no experimento. O pH de viragem se refere ao momento que há a mudança brusca de cor.

Tabela 1: indicadores ácido-base e as cores das suas formas ácidas e básicas

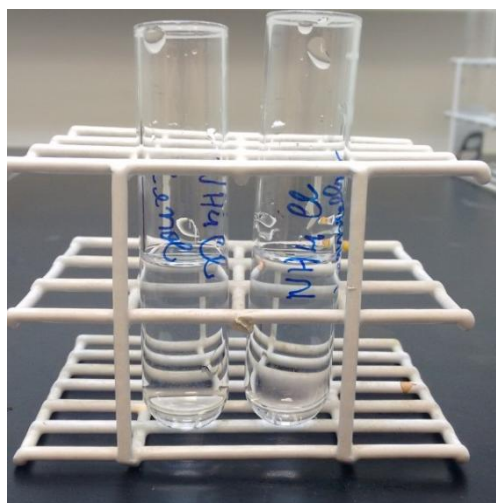
Indicador	Cor da forma ácida (indH)	Cor da forma básica (ind^-)	pH de viragem
Vermelho-de-metila	Vermelho	Amarelo	5,8
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho-púrpura	8,4

Figura 3 – Coloração das soluções antes de aplicar os indicadores.



Fonte: produzido pela autora.

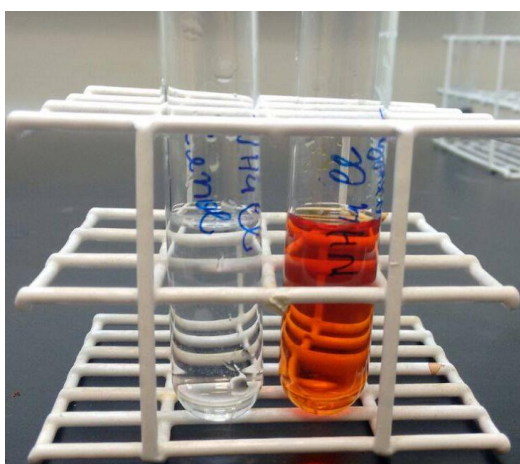
Figura 4 – Solução de Cloreto de amônio (NH_4Cl) – separação das soluções em dois tubos de ensaio



Fonte: produzido pela autora.

Todas as soluções diluídas foram separadas como na Figura 4. A maioria das soluções antes da adição dos indicadores apresentou solução com aspecto incolor, exceto o carbonato de sódio (Na_2CO_3) que apresentou aspecto rosado, conforme mostra a Figura 3.

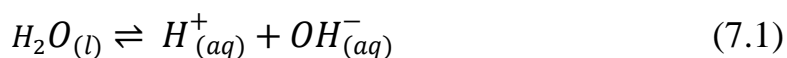
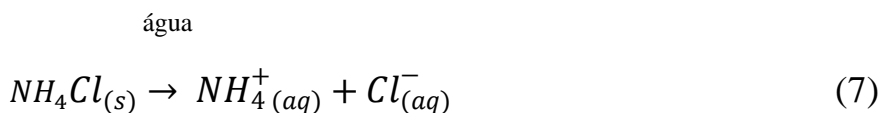
Figura 5 – Solução de Cloreto de amônio (NH_4Cl)



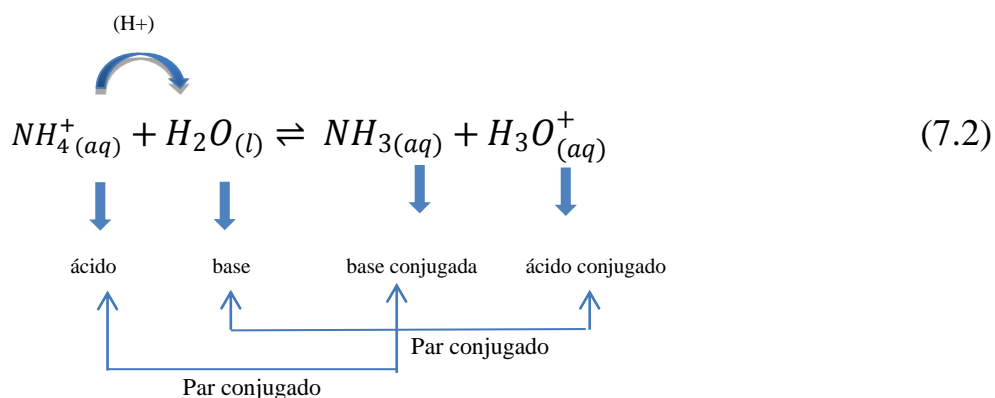
Fonte: produzido pela autora.

Na solução diluída de cloreto de amônio (NH_4Cl) observou-se uma coloração avermelhada no tubo que foi adicionado o indicador vermelho-de-metila (Figura 5) o que indica um caráter ácido dessa solução.

O que acontece:

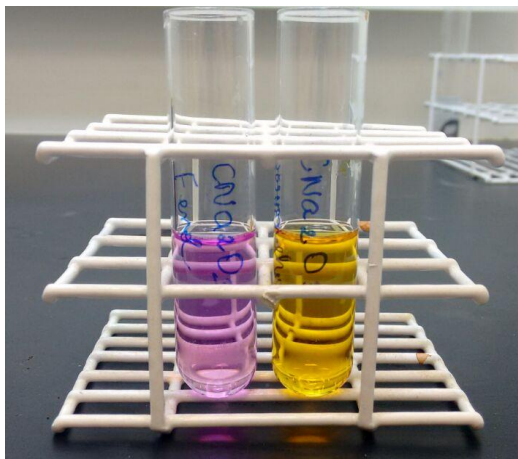


Os íons Cl^- não participam da reação de hidrólise (Equação 7.2).



Há uma transferência do íon H^+ do NH_4^+ para a molécula de H_2O com a formação do meio ácido identificado pela presença do íon H_3O^+ .

Figura 6 – Solução de Carbonato de sódio (Na_2CO_3).

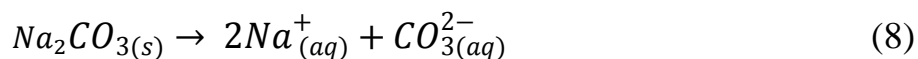


Fonte: produzido pela autora.

Já na solução diluída de carbonato de sódio (Na_2CO_3) observou-se que, ao acrescentar o indicador fenolftaleína, a solução apresentou coloração rosada, e, ao acrescentar o indicador vermelho-de-metila, a solução apresentou coloração amarela (Figura 6). Isso indica que a solução tem caráter básico.

O que acontece:

água



Os íons Na^+ não participam da reação de hidrólise, já os íons CO_3^{2-} atrai o íon H^+ da água e liberando o íon OH^- (Equação 8.2). O meio se torna básico identificado pela presença do íon OH^- .

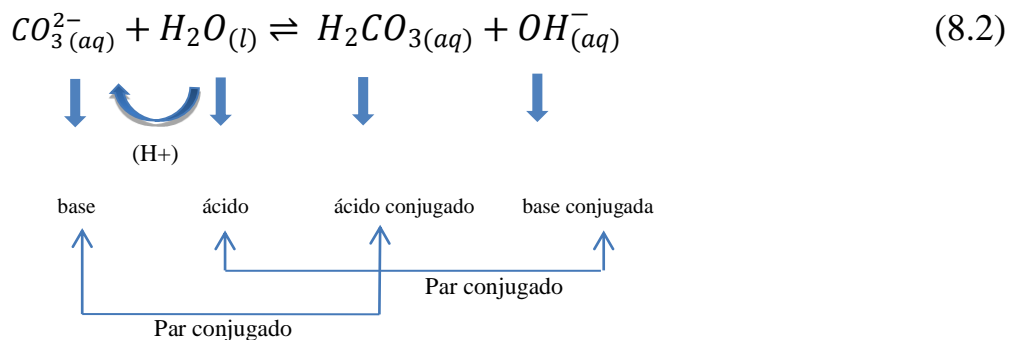
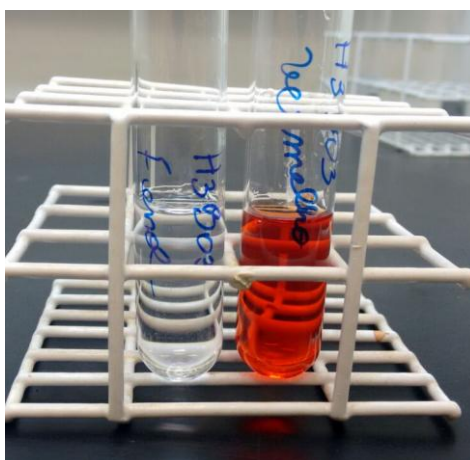


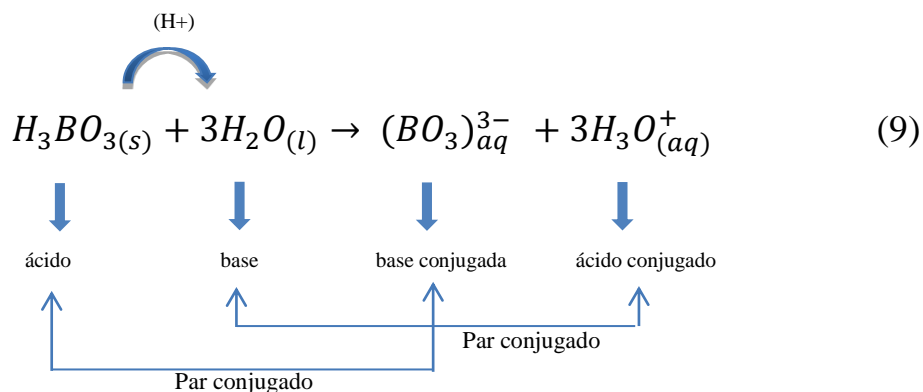
Figura 7 – Solução de Ácido Bórico (H_3BO_3).



Fonte: produzido pela autora.

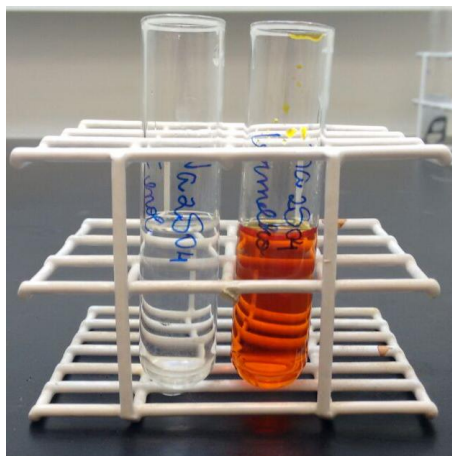
O que acontece:

O ácido bórico apresenta 3 hidrogênios ionizáveis (triácido) sua dissociação total em água é representada de acordo com a Equação 9;



Na solução diluída do ácido bórico (H_3BO_3), observou-se uma coloração avermelhada ao adicionar o indicador vermelho-de-metila (Figura 7), o que indica que essa solução tem caráter ácido identificado pela formação dos íons H_3O^+ .

Figura 8: Solução de Sulfato de sódio (Na_2SO_4).

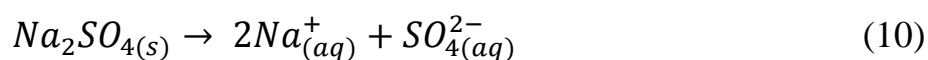


Fonte: produzido pela autora.

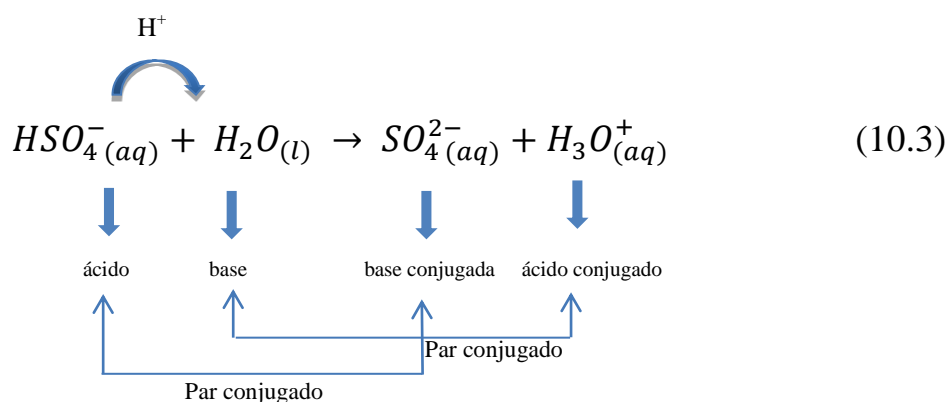
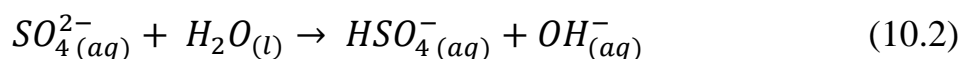
Na solução de sulfato de sódio (Na_2SO_4) observou-se somente uma coloração avermelhada ao adicionar o indicador vermelho-de-metila. Isso indica que essa solução tem caráter ácido.

O que acontece:

água

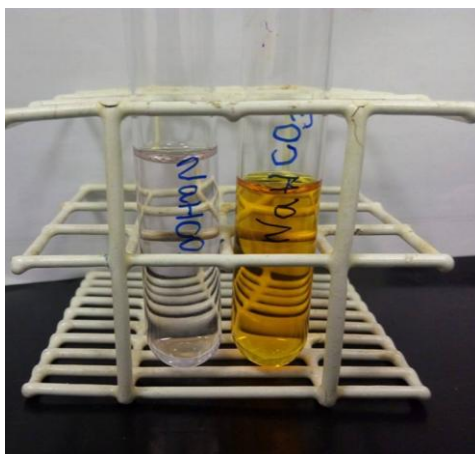


Os íons Na^+ e SO_4^{2-} não participam da reação de hidrólise e o pH resultando será o da água pura (Equação 10.1). O meio deveria permanecer neutro. Entretanto observou-se que o meio permaneceu ácido pois ao se adicionar o indicador vermelho de metila a solução permaneceu avermelhada. A explicação química seria:



O íon formado HSO_4^- em presença de excesso de água transfere seu H^+ para a molécula de H_2O e temos a formação do íon H_3O^+ que caracteriza a solução como ácida Equação 10.3.

Figura 9: Solução de Bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$).

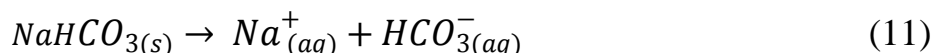


Fonte: produzido pela autora.

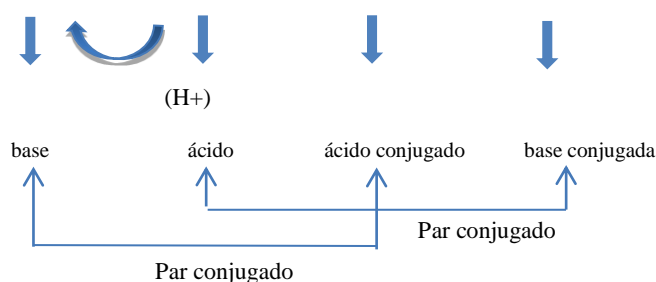
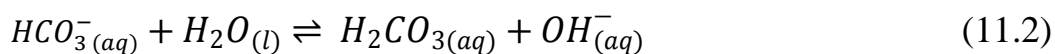
Na solução diluída de bicarbonato de sódio (NaHCO_3), ao acrescentar o indicador fenolftaleína, a solução apresentou coloração levemente rosa, e, ao acrescentar o indicador vermelho-de-metila, a solução apresentou coloração amarela (Figura 9). Isso indica que essa solução tem caráter básico.

O que acontece:

água



Os íons Na^+ não participam da reação de hidrólise, já os íons HCO_3^- sim, capturando H^+ da água e liberando OH^- (Equação 11.2). O meio se torna básico



Conteúdos abordados em FQI:

Este experimento contempla conteúdos relacionados à acidez e basicidade de substâncias, podendo ser abordado tanto a Teoria de Lewis (1923) quanto à de Brønsted-Lowry (1923).

Teoria de Brønsted-Lowry: Entre os diversos conceitos de ácidos e bases, aquele proposto por Johannes Brønsted e Thomas Lowry, em 1923, é um dos mais práticos, devido sua aplicabilidade, tendo em vista que os ácidos (chamados também de protólitos) são substâncias ou partículas capazes de ceder cátions H^+ (prótons) e as bases são substâncias ou partículas capazes de aceitar cátions H^+ . Portanto, reações ácido-base são reações químicas que envolvem a transferência de prótons. Geralmente, as reações ácido-base simples são reversíveis, atingindo rapidamente um estado de equilíbrio.

Nesse conceito de Brønsted-Lowry, estão envolvidos dois pares de ácidos e bases conjugados (AH e A^-) e (BH^+ e B); em cada par, as espécies diferem entre si por um próton

(H⁺). Base conjugada: espécie produzida quando um ácido doa um próton (H⁺). Ácido conjugado: espécie produzida quando uma base aceita um próton (H⁺).

Em meio aquoso, as moléculas de H₂O podem interagir tanto com ácidos como com bases. Ácidos transferem um próton para a molécula de H₂O, aumentando assim a concentração de íons hidrônio [H₃O⁺], enquanto que bases recebem um próton da água e favorecem a formação do íon hidróxido (OH⁻) (BESSLER, NEDER, 2004, p.43). Exemplo de um ácido e de uma base: Equação 10.3 e 11.2, respectivamente.

Produto iônico da água: O chamado produto iônico da água, K_w, tem um valor igual a $1,27 \times 10^{-14}$ a 25 °C. A concentração do íon H₃O⁺ em água pura é igual à do OH⁻; portanto, se $K_w \cong 10^{-14}$, então $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$. Isso define a “neutralidade” na escala de acidez ou basicidade de soluções aquosas. Se a concentração de H₃O⁺ for superior (ou a concentração de OH⁻ inferior) a 10^{-7} , a solução será ácida; se a concentração de H₃O⁺ for inferior (ou a concentração de OH⁻ superior) a 10^{-7} , a solução será básica.

pH e pOH: A acidez de soluções aquosas é indicada em uma escala logarítmica, por um índice denominado pH (potencial hidrogeniônico), o qual corresponde ao logaritmo negativo da concentração em quantidade de matéria ou em mol/L, de íons hidrônio ($pH = -\log [H_3O^+]$). A escala de pH varia entre os valores de 0 a 14. Água pura e soluções neutras apresentam um valor de $pH = 7$, soluções ácidas apresentam valores de $pH < 7$ e soluções básicas têm valores de $pH > 7$ (BESSLER, NEDER, 2004). O pOH ou potencial hidroxiliônico refere-se à concentração dos íons OH⁻ na solução, $pOH = -\log [OH^-]$.

Para uma abordagem mais ampla, o (a) ministrante da disciplina poderá nortear, nas observações do roteiro, questões para que os alunos exemplifiquem um composto químico de cada grupo (1,2,14,15,16 e 17) que apresente reação ácido-base, mostrando o comportamento por meio de reação química.

Experimento 4 – Estudo de reações de oxidação-redução em meio aquoso.

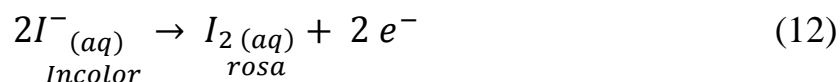
Objetivo: Verificar propriedades oxidantes e redutoras de diversas espécies em meio aquoso.

Categoria: Verificação.

O que foi observado no experimento:

Verificação de propriedades oxidantes

Na série de experimentos, foi utilizada uma solução de iodeto de potássio (KI) como indicador para substâncias oxidantes. O íon iodeto (I^-), incolor, é facilmente oxidado a iodo elementar (I_2), reconhecido pela coloração marrom ou violeta. O I_2 é solúvel em diclorometano com coloração rosa:

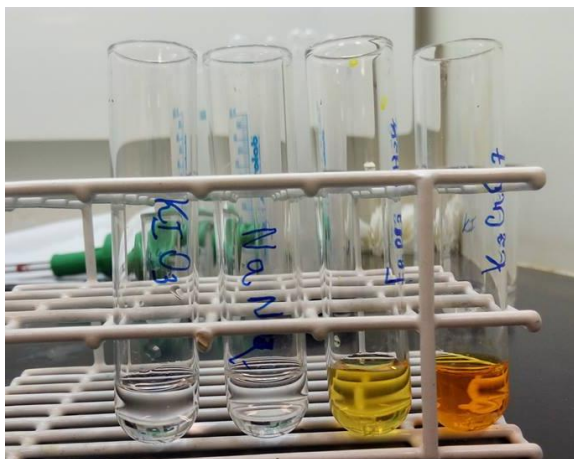


Rotulou-se os tubos de ensaio com as fórmulas das substâncias seguintes:

- Dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$)
- Iodato de potássio (KIO_3)
- Nitrito de Sódio ($NaNO_2$)
- Cloreto de Ferro III ($FeCl_3 \cdot 6H_2O$)

Colocou-se 2 mL das soluções preparadas nos tubos de ensaio e acrescentou- cinco gotas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) diluído na proporção 1:9 (1 mL de ácido para 9 mL de água) a cada tubo. Adicionou-se três gotas de solução de Iodeto de potássio (KI) a cada um dos tubos. Agitou-se os tubos e eventualmente acrescentou-se 1 a 2 mL de diclorometano (CH_2Cl_2) para a extração do iodo (observe que o diclorometano não é solúvel em água).

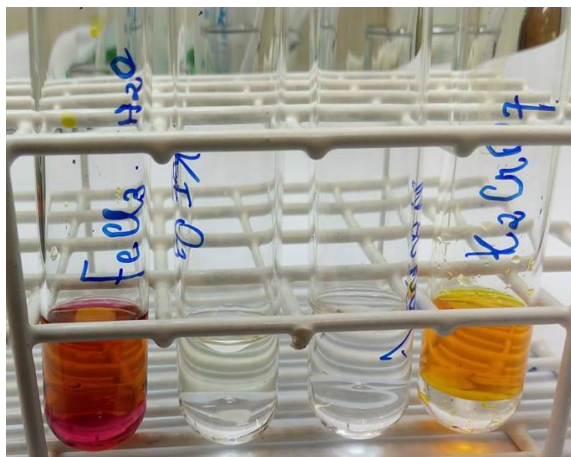
Figura 10 – Soluções do grupo A



Fonte: produzido pela autora.

Tubos de ensaio com as soluções de Iodato de potássio (KIO_3), Nitrito de sódio ($NaNO_2$), Cloreto Ferro ($FeCl_3 \cdot 6H_2O$), e Dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$), respectivamente, sem o diclorometano.

Figura 10.1 – Soluções do grupo A

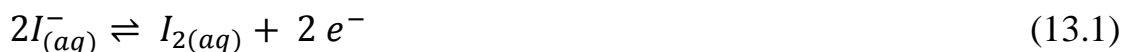


Fonte: produzido pela autora.

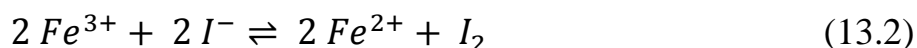
Tubos de ensaio com as soluções de Cloreto Ferro ($\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), Iodato de potássio (KIO_3), Nitrito de sódio (NaNO_2) e Dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), respectivamente, depois da adição de diclorometano. Note que os tubos de ensaio estão em ordem diferentes da figura 10.

Nesse experimento observou-se que somente o Cloreto de Ferro III ($\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) foi reduzido na presença do íon I^- . A espécie química oxidante é o FeCl_3 com número de oxidação +3. Conforme observa-se a reação química (13) o Fe^{+3} é reduzido à Fe^{+2} (diminuição do nox) e o I^- é oxidado à I_2 (nox variando de -1 a 0), (Equação 13.2).

Semi-reações balanceadas:



Reação global:



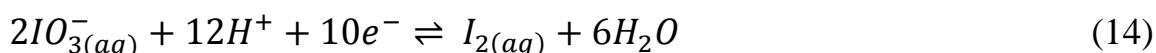
As demais substâncias KIO_3 , NaNO_2 e $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ não foram reduzidas na presença de I^- pois a solução permaneceu incolor ou apresentou uma fase incolor. Assim não houve reação de redução e oxidação (redox). Provavelmente o meio não estava suficientemente ácido para viabilizar a reação redox ou o tempo de reação foi insuficiente.

Reações esperadas em meio suficientemente ácido:

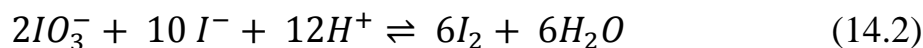
Iodato de Potássio:

Em solução ácida o íon iodato (IO_3^-) reduz a iodo (I_2) pois o nox varia de +5 a 0, enquanto o íon iodeto (I^-) oxida a iodo I_2 , pois o nox varia de -1 a 0. (Equação 14.2).

Semi-reações balanceadas:



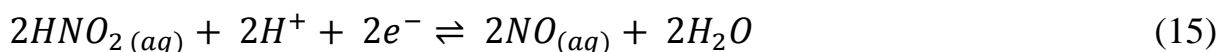
Reação global:



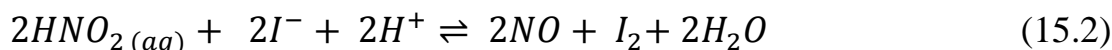
Nitrito de sódio (NaNO_2):

Em solução ácida o íon nitrito (NO_2^-) reduz à (NO), pois seu nox varia, respectivamente, de +3 a +2, enquanto o íon iodeto (I^-) oxida a iodo I_2 , pois o nox varia de -1 a 0. (Equação 15.2).

Semi-reações balanceadas:



Reação global:

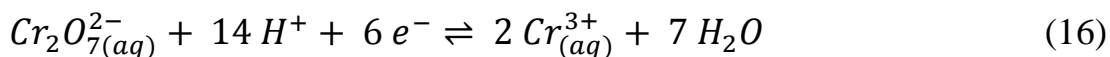


Dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

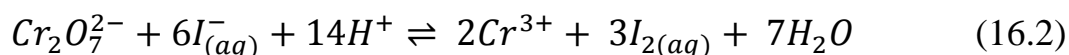
Em soluções fortemente ácidas o cromo (VI) ocorre como ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) e é reduzido a Cr^{3+} de acordo com a semi-reação (16), assim o Cr^{6+} é reduzido a Cr^{3+} , pois seu nox varia,

respectivamente, de + 6 a + 3, enquanto o íon iodeto (I⁻) oxida a iodo I₂, pois o nox varia de -1 a 0 (Equação 16.2).

Semi-reações balanceadas:

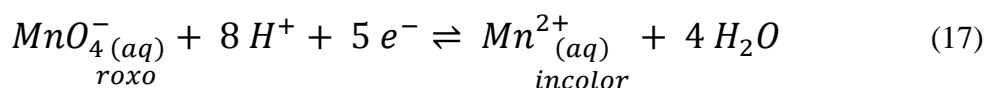


Reação global:



Verificação de propriedades redutoras

Um excelente indicador para substâncias redutoras é o íon permanganato (MnO₄⁻), que possui uma intensa coloração roxa. Em meio ácido, o MnO₄⁻, é reduzido facilmente ao cátion de manganês (II) (Mn²⁺) que é incolor.

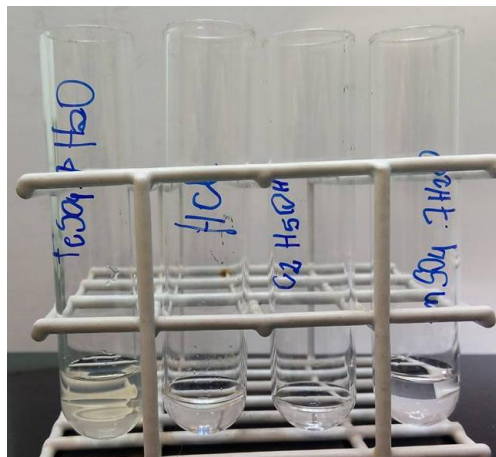


Rotulou-se os tubos de ensaio com as fórmulas das substâncias seguintes:

- Sulfato de Ferro II (FeSO₄ · 7H₂O)
- Ácido clorídrico (HCl) 1:1
- Etanol (puro)
- Sulfato de Zinco (ZnSO₄ · 7H₂O)

Colocou-se 2 mL das soluções preparadas nos tubos correspondentes. Acrescentou-se cinco gotas de ácido sulfúrico (H₂SO₄) diluído na proporção 1:9 (1 mL de ácido para 9 mL de água) a cada tubo. Adicionou-se três gotas de solução de permanganato de potássio (KMnO₄) a cada um dos tubos. Agitou-se os tubos e observou-se a coloração do permanganato iria desaparecer, (algumas das reações podem ocorrer de imediato, outras mais lentamente).

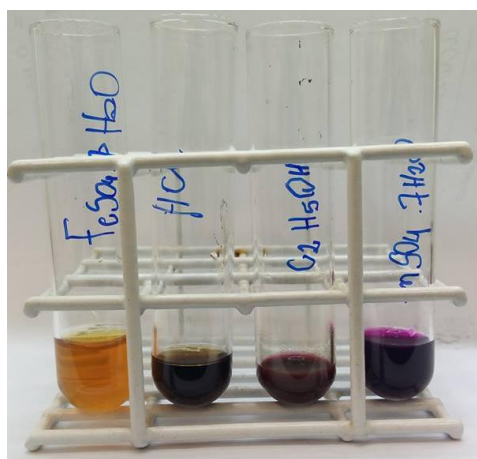
Figura 3 – Soluções do grupo B



Fonte: produzido pela autora

Tubos de ensaio com Solução de Sulfato de Ferro II ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), Ácido Clorídrico (HCl) 1:1, Etanol puro ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e Sulfato de Zinco ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), respectivamente, sem o permanganato.

Figura 4 – Soluções do grupo B



Fonte: produzido pela autora.

Tubos de ensaio com Solução de Sulfato de Ferro II ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), Ácido Clorídrico (HCl) 1:1, Etanol puro ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e Sulfato de Zinco ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), respectivamente, depois da adição de permanganato.

Durante a realização desse experimento nota-se que o íon MnO_4^- não reduziu, pois, as soluções permaneceram roxas (marrom) ou amarelo intenso. Assim não houve reação de

redução e oxidação (redox). Provavelmente o meio não estava suficientemente ácido para viabilizar a reação redox ou o tempo de reação foi insuficiente.

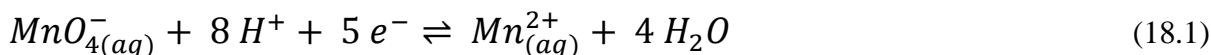
A semi-reação (Equação 17) mostrada para os íons permanganato ocorre somente em soluções de ácidos fortes de concentração 0,1 mol L⁻¹ ou maior. Em meio menos ácido, pode-se obter os cátions Mn (III), Mn (IV) ou Mn (VI) (SKOOG, 2014, p.533).

Reações esperadas em meio suficientemente ácido:

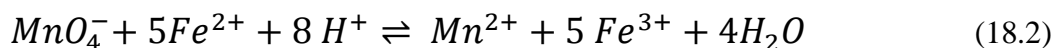
Sulfato de Ferro II (FeSO₄·7H₂O)

Em solução ácida o íon de ferro (II), Fe²⁺, é oxidado à Fe³⁺, pois seu nox varia, respectivamente, de +2 a +3, enquanto o MnO₄⁻ é reduzido a Mn²⁺, pois seu nox varia de +7 a +2 (Equação 18.2).

Semi-reações balanceadas:



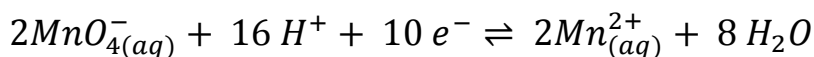
Reação global:



Sulfato de Zinco (ZnSO₄·7H₂O)

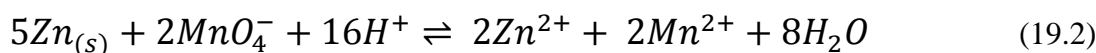
Em solução ácida o zinco Zn é oxidado ao íon Zn²⁺, pois seu nox varia, respectivamente, de 0 a 2, enquanto o MnO₄⁻ é reduzido a Mn²⁺, pois seu nox varia de +7 a +2 (Equação 19.2).

Semi-reações balanceadas:



(19.1)

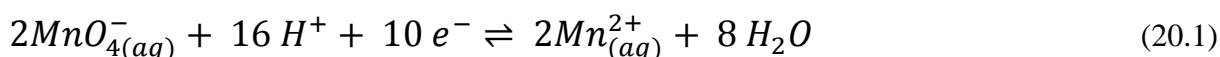
Reação global:



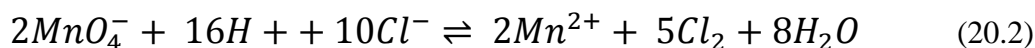
Ácido Clorídrico (HCl)

Em solução ácida o íon cloreto Cl^- é oxidado à Cl_2 , pois seu nox varia, respectivamente, de 0 a -1, enquanto o MnO_4^- é reduzido a Mn^{2+} , pois seu nox varia de +7 a +2 (Equação 20.2).

Semi-reações balanceadas:



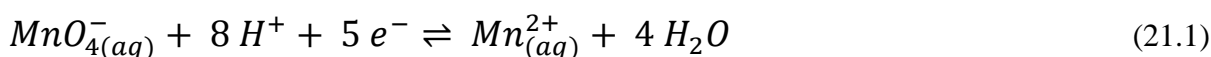
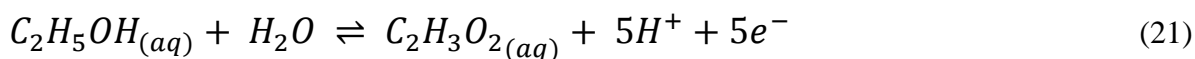
Reação global:



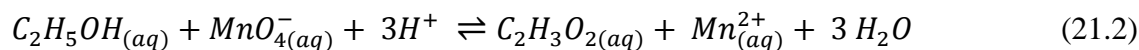
Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)

As reações de oxidação das substâncias orgânicas devem ser catalisadas por agentes oxidantes, as reações são: oxidação energética dos alcenos, oxidação do álcool primário e oxidação do álcool secundário. Na oxidação de álcoois primários os álcoois se oxidam com oxidantes energéticos, como o permanganato de potássio (KMnO_4), em meio ácido. O produto desta oxidação é um aldeído. Com mais quantidade de agente oxidante, obtemos um ácido carboxílico. A oxidação dos álcoois secundários terá como produto as cetonas. (Equação 21.2).

Semi-reações balanceadas:



Reação global:



Conteúdos abordados em FQI:

Este experimento contempla conteúdos relacionados aos processos de oxirredução, número de oxidação e espécies anfóteras de oxidação-redução.

Processos de oxirredução: Em todas as reações de oxirredução (reações redox) vão ocorrer a transferência de e^- entre os reagentes. Exemplos: combustão, corrosão de metais, obtenção de metais a partir dos minérios, fotossíntese e respiração.

- Oxidação: perda de elétrons;
- Redução: ganho de elétrons.

O agente que fornece os e^- chama-se redutor e o agente que consome os e^- chama-se oxidante. Por exemplo a (Equação 20) onde o KMnO_4 é o agente oxidante e o HCl é o agente redutor.

Número de oxidação: Os números de oxidação geralmente são indicados em algarismos romanos entre parênteses após o nome ou símbolo do respectivo elemento. Para definir o número de oxidação, temos as seguintes regras:

1. O número de oxidação de qualquer elemento numa substância elementar é igual a zero
2. O número de oxidação de um elemento em um íon monoatômico é igual a carga desse íon. Ex: o fluoreto de cálcio (CaF_2) é composto pelos íons Ca^{2+} e F^- , portanto, ao cálcio corresponde o número de oxidação II e ao flúor -I.
3. Certos elementos possuem o mesmo número de oxidação em todos ou em quase todos os seus compostos.
 - Os elementos do primeiro grupo do sistema periódico (os metais alcalinos) apresentam número de oxidação I em todos os seus compostos.
 - Os elementos do segundo grupo do sistema periódico (os metais alcalino-terrosos Be, Mg, Ca, Sr e Ba) sempre apresentam número de oxidação II em seus compostos.
 - O número de oxidação do alumínio em seus compostos é III
 - O flúor possui o número de oxidação -I
 - O hidrogênio usualmente adota o número de oxidação I, exceto em suas combinações com metais, onde seu número de oxidação é -I.
4. A soma dos números de oxidação de todos os átomos numa espécie neutra é zero, em um íon, ela é igual a carga do íon.

Espécies anfóteras de oxidação-redução: Algumas espécies podem apresentar tanto propriedades oxidantes como redutoras. Por exemplo, a hidrazina (N_2H_4), contendo nitrogênio no estado de oxidação $-II$, usualmente atua como redutor, sendo oxidada a nitrogênio elementar N_2 . Frente a redutores muito fortes, a N_2H_4 atua como oxidante, sendo reduzida a amoníaco NH_3 com o estado de oxidação do nitrogênio $-III$.

Sobre os experimentos:

Os resultados indicaram que foi possível propor quatro experimentos para disciplina de FQI. O experimento 1 devido ao seu nível de periculosidade foi proposto na categoria demonstração, já os demais foram propostos como experimentos de verificação.

O experimento 4 apresentou um erro experimental, no qual só o Cloreto de Ferro III ($FeCl_3 \cdot 6H_2O$) apresentou a coloração conforme a literatura, as outras substâncias não apresentaram, porém, mesmo com o erro experimental é possível trabalhar com os estudantes as propriedades oxidantes e redutoras das substâncias indicadas, explorando a parte de semi-reações número de oxidação, balanceamento das equações de todas as substâncias testadas.

Todos os experimentos foram testados e adaptados no laboratório da Faculdade UnB Planaltina. O laboratório dispõe de todas as vidrarias equipamentos necessários e a maioria dos reagentes para a realização dos experimentos em questão, porém, não possuía alguns reagentes simples, que foram adquiridos em outros laboratórios da universidade.

Vimos através da realização dos experimentos que a Química Inorgânica não está isolada, os conteúdos de outras químicas se relacionam de forma expressiva.

Diante disso, a utilização dos experimentos para a mediação dos conceitos da disciplina é viável, uma vez que os experimentos contemplam os conteúdos triviais a disciplina e o laboratório do campus os comporta.

6. Considerações finais

Diante as vantagens apresentadas para a utilização da experimentação no ensino de ciências, o mais importante é que antes da escolha de qualquer prática, os professores tenham conhecimento sobre o seu real objetivo e que busquem métodos eficazes para alcança-los.

A utilização dos experimentos propostos como demonstração pode vir a ilustrar e facilitar a compreensão do conteúdo em questão, tornando-os mais atrativos, além de estimular a reflexão e a capacidade de observação dos estudantes. Já os experimentos de verificação apesar de trazerem explicações já conhecidas pelos alunos, com resultados

previsíveis, esse tipo de atividade permite confrontar dados resultantes que sejam diferentes do usual.

Assim, acreditamos que os experimentos propostos podem vir a contribuir de forma muito positiva no processo de ensino e aprendizagem dos alunos inscritos na disciplina.

7. Referências bibliográficas

ARAGÃO, R. M. R.; MACHADO, A. H. Como os estudantes concebem o estado de Equilíbrio Químico. **Quím. Nova na Escola**, n. 4, p. 18-20, 1996.

ARAÚJO, M. S. T; ABIB, M. L. V. S. Atividades Experimentais no Ensino de Física: diferentes enfoques, diferentes finalidades. **Revista Brasileira de Ensino de Física**, v.25, n.2, p.176-194, 2003.

ATKINS, P.; JONES, L.; Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente, 3ª Ed. São Paulo: **Artmed**, 2007.

BACCAN, N. ANDRADE, J, C. GODINHO, O.E.S. BARONE, J.S. Química Analítica Quantitativa Elementar. Ed.2. São Paulo: Edgard Luche 1985.

BARDIN, Laurence. **Análise de conteúdo**. Lisboa: Ed. 70, 1977.

BORGES, A. T. Novos rumos para o laboratório escolar de ciências. **Caderno Brasileiro de Ensino de Física**, v.19, n.13, p.291-313, 2002.

BESSLER, K. E. NEDER, A, V, F. Química em tubos de ensaio: uma abordagem para principiantes. São Paulo: **Edgard Blücher**, 2004.

CALDAS, M. M.; TATENO, S. N.; SOUSA, R. A. P.; "Formação inicial: a importância da experimentação em química", p. 364-374. In: **Seminário de Pesquisa, Pós-Graduação e Inovação da Regional Catalão. Volume 4: Ciências Exatas e Tecnológicas. Anais. Livro eletrônico** São Paulo: Blucher, 2015.

CARDOSO, P.S.; COLINVAUX, D. Explorando a motivação para estudar química. **Química Nova**, vol.23, n.3, p. 401-404, 2000.

CERICATO,I.L; CASTANHO, M.I.S. Concepções teóricas e a prática do professor. **Psicol. educ.**, São Paulo , n. 27, p. 101-113, dez. 2008 . Disponível em <http://pepsic.bvsalud.org/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1414-69752008000200006&lng=pt&nrm=iso>. acessos em 12 set. 2016.

LAYDEN, J. GREEVES, N. Organic Chemistry, Oxford University Press, United Kingdom, 2000.

COSTA, S. A. O reconhecimento das geociências na educação básica: uma proposta de material pedagógico para professores do distrito federal, 2013. 75 p. **Trabalho de Conclusão de Curso** (Licenciatura em Ciências Naturais) - Faculdade UnB Planaltina, Universidade de Brasília. Brasília, 2014.

COSTA, T.S. ORNELAS, D.L.GUIMARÃES, P.I.C, MERÇON, F. Experimentos com Alumínio. Experimentação no Ensino de Química. **Química Nova na Escola**, nº 23, maio 2006.

DUTRA, P.M. **Plano de curso da disciplina Fundamentos de Química Inorgânica**. Faculdade UnB Planaltina, Universidade de Brasília, Planaltina, 2016. Trabalho não publicado.

FERNANDES, S. S. **A contextualização no ensino de matemática – um estudo com alunos e professores do ensino fundamental da rede particular de ensino do Distrito Federal**. Trabalho de Conclusão de Curso. Universidade Católica de Brasília. Disponível em: <http://www.ucb.br/sites/100/103/TCC/22006/SusanadaSilvaFernandes.pdf> Data de acesso: 10 abr. 2015.

FERREIRA, N. C. Proposta de laboratório para a escola brasileira: um ensaio sobre a instrumentalização no ensino médio de física. **Dissertação [Mestrado]**. Instituto de Física e Faculdade de Educação, Universidade de São Paulo. 128p. IF- FE- USP. 1978.

FERREIRA, L. H.; HARTWIG, D. R.; OLIVEIRA, R. C. Ensino Experimental de Química: Uma abordagem Investigativa Contextualizada, **Química Nova na Escola**, v32, n.2, 2010.

GALIAZZI, M. C., ROCHA, J. M. de B., SCHMITZ, L. C., SOUZA, M. L. de., GIESTA, S., GONÇALVES, F. P. Objetivos das atividades experimentais no ensino médio: a pesquisa coletiva como modo de formação de professores de ciências. **Ciência & Educação**, v.7, n.2, p.249-263, 2001

GASPAR, A., MONTEIRO, I. C. de C. Atividades experimentais de demonstrações em sala de aula: uma análise segundo o referencial da teoria de Vygotsky. **Investigações em Ensino de Ciências**. v. 1, p. 1-17, 2005.

GIL, A. C. **Como elaborar projetos de pesquisa**. 4. ed. São Paulo: Atlas, 2008.

GIL PÉREZ, D., FURIÓ MÁ, C., VALDÉS, P., SALINAS, J., MARTÍNEZ-TORREGROSA, J., GUISASOLA, J., GONZÁLEZ, E., DUMAS-CARRÉ, A., GOFFARD, M., ANNA, M. Tiene sentido seguir distinguendo entre aprendizaje de conceptos, resolución de problemas de lápiz e papel y realización de prácticas de laboratorio? **Ensenanza de las Ciencias**, v. 17, n. 2, p. 311-320, 1999.

GUIMARÃES, C. C. Experimentação no Ensino de Química: Caminhos e Descaminhos Rumo à Aprendizagem Significativa. **Química Nova na Escola**. V. 31, N. 3, p. 198-202, 2009.

HODSON, D. Experiments in science teaching. **Educational Philosophy and Theory**. v. 20, n.2, p. 53-66, 1988.

JONES, L. ATKINS, P. Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. Ed.5. Rio de Janeiro: BOOKMAN COMPANHIA ED, 2012.

LAVORENTI, A. **Cinética Química** -Publicação Destinada ao Ensino de Ciências, maio 2002.

LEE, J.D. Química Inorgânica não tão concisa. São Paulo: Edgard Blücher, 1999.

LIBÂNEO, J. C. **Democratização da escola pública: pedagogia crítico-social dos conteúdos**. Ed. 19. São Paulo: Loyola, 2003.

LIMA, V. A. Um processo de reflexão orientada vivenciada por professores de química: o ensino experimental como ferramenta de mediação. **Tese [Doutorado]**. Universidade Federal de Ouro Preto, Brasil. 2012.

MORATORI, P.B. **Por que utilizar jogos educativos no processo de ensino aprendizagem?** Dissertação [Mestrado]. Programa de Pós-Graduação em Informática aplicado à Educação. Universidade Federal do Rio de Janeiro, Rio de Janeiro, 2003.

OLIVEIRA, J. R. S. Contribuições e abordagens das atividades experimentais no ensino de ciências: reunindo elementos para a prática docente. **Acta Scientiae**. v. 12, n.1, 2010, p. 139 - 153.

PELIZZARI, A. KRIEGL, M.L, BARON, M.P, FINCK, N.T.L, DOROCINSKI, S.I. Teoria da Aprendizagem Significativa, segundo Ausbel. **PEC**, Curitiba, v.2, n.1, p.37-42, jul. 2001-jul. 2002

SAMPIERI, H.; COLLADO, F.; LÚCIO B. **Metodologia de Pesquisa**. Ed 5. São Paulo: Penso, 2013.

SANDRONI, Paulo. Dicionário de Administração e Finanças. São Paulo, **Best Seller**, 1996.

SANTOS, G.; SUSSUCHI, E. M. **Contribuições da experimentação nas aulas de estágios na formação inicial dos professores de química**. vol.9, n. 7, 2013.

SCHOSSLER, A.; DULLIUS, M.M. **Metodologias para o Ensino de Ciências Exatas**. XII Salão de Iniciação Científica – PUCRS, 03 a 07 de outubro de 2011.

SIMÕES, J.M. GANGEMI, P.P.T, FRARE, I.R. LEAL, A.B. Uma experiência de aprendizado teórico crítico. **Revista Eletrônica de Gestão Organizacional**. V, 4. N.3, nov./dez.2006

SOUZA, G.P.V.A.; SANTOS, E.A.; SOUZA JÚNIOR, A.A. **Química para o Ensino de Ciências**. Universidade Federal do Rio Grande do Norte – UFRN. Natal, 2011.

UNIVERSIDADE DE BRASÍLIA. **Reforma do Projeto Político Pedagógico do Curso de Licenciatura em Ciências Naturais – Diurno/Noturno**. Faculdade UnB Planaltina, 2013.

APÊNDICE I

Experimento 1 - Obtenção do éster metílico do ácido bórico $B(OCH_3)_3$

Objetivos

- Obter éster metílico a partir do ácido bórico $B(OCH_3)_3$

Materiais

1. Espátula
2. Balança Analítica
3. Lamparina
4. Vela
5. Pêra
6. 1 Pipeta graduada (5mL)
7. 1 Pipeta volumétrica (1 mL)
8. Placa de Petri
9. 2 béqueres (50 mL)
10. Pinça de madeira
11. Isqueiro
12. 1 Tubo de ensaio
13. 0,2g de ácido bórico (H_3BO_3)
14. 1 mL de ácido Sulfúrico (H_2SO_4)
15. 2 mL Metanol (CH_4O)

Procedimentos

1. Realizar o experimento na capela.
2. Usar luvas para os procedimentos.
3. Pesar 0,2g de ácido bórico (H_3BO_3) na placa de Petri, com auxílio da espátula, e transferi-lo para um tubo de ensaio.
4. Colocar uma quantidade de metanol (CH_4O) em um béquer e medir 2 mL, com o auxílio da pipeta graduada de 5 mL e acrescentá-lo ao tubo de ensaio que contém o (H_3BO_3) .

5. Acrescentar 1 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) ao tubo de ensaio da mistura do item 4. Esse ácido concentrado foi colocado em um béquer e com o auxílio de um pipeta volumétrica de 1 mL foi, gradativamente, acrescentado ao tubo de ensaio.
6. Aquecer, cuidadosamente, o tubo de ensaio com a lamparina, segurando-o com a pinça térmica.
7. Aproximar a chama da lamparina na boca do tubo de ensaio.

Observações

1. Descrever e interpretar o que foi realizado.
2. Estabelecer as reações químicas correspondentes.

Precauções de segurança

Sempre tome cuidado ao lidar com fogo, prenda os cabelos e tenha muita seriedade. Cuidado ao manusear o (H_2SO_4), pois, possui alta propriedade corrosiva. Os vapores do (H_3BO_3) também são perigosos. Portanto é imprescindível o uso de capela com bom sistema de exaustão.

Experimento 2 - Abordagem do caráter anfótero do alumínio

Objetivos

- Comprovar o caráter anfótero do alumínio

Materiais

1. 2 tubos de ensaio
2. 2 “anéis” de alumínio (retiradas de latas de bebida)
3. 2 balões volumétricos (50 e 25 mL)
4. 1 Pipeta graduada de 10 mL
5. Ácido clorídrico HCl (concentração 5 mol/L)
6. Soda cáustica NaOH (concentração 4 g/L = 0,1 mol/L)

Procedimentos

8. Realizar o experimento na capela.

9. Usar luvas para os procedimentos.
10. Testar se o anel de alumínio cabe no tubo de ensaio.
11. Em cada tubo de ensaio, adicionar quantidades iguais de solução de ácido clorídrico (HCl) 5 mol/L e solução aquosa de soda cáustica NaOH (0,1 mol/L). O volume utilizado de cada solução deve ser aproximadamente 1/3 do volume do tubo ou o equivalente para cobrir por completo os anéis de alumínio.
12. Em seguida, adicionar um anel de alumínio em cada tubo.
13. Observar as reações.

Observações

1. Descrever e interpretar o que foi realizado.
2. Estabelecer as reações químicas correspondentes.

Experimento 3 - Estudo de ácidos e bases em meio aquoso

Objetivos

- Subsidiar a aprendizagem dos conceitos de ácidos e bases, por meio de experimentos simples em meio aquoso.
- Identificar substâncias ácidas e básicas, mediante o uso de indicadores ácido-base em meio aquoso.
- Relacionar o caráter ácido ou básico das soluções aquosas com a constituição molecular das espécies envolvidas.

Materiais

1. 10 tubos de ensaio
2. 1 estante para tubos de ensaio
3. 2 pipetas de Pasteur
4. Solução de fenolftaleína ($C_{20}H_{16}O_4$) - 1,0 g/L
5. 1 proveta de 250 mL
6. 5 béqueres de 50 mL
7. 1 pisseta de H_2O destilada
8. 270 mL de solução do sal sódico de vermelho-de-metila ($C_{15}H_{15}N_3O_2$) – 2,0 g/L
9. Vermelho-de-metila 0,540 g

10. 125 mL de etanol (C_2H_6O)
11. 125 mL de água destilada
12. 20 mL de solução de hidróxido de sódio 4,00 g/L
13. 1 Béquer de 500 mL
14. 1 Bagueta de vidro
15. 1 espátula
16. Placa de Petri
17. Balança analítica
18. 1 Agitador magnético e barra magnética (bailarina)
19. 10 mL de solução de hidróxido de sódio (NaOH) – 100 g/L
20. 10 mL de solução de Cloreto de amônio (NH_4Cl) 0,1 mol/L
21. 10 mL de solução de Sulfato de sódio (Na_2SO_4) 0,1 mol/L
22. 10 mL de solução de Carbonato de sódio (Na_2CO_3) 0,1 mol/L
23. 10 mL de solução de Bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) 0,1 mol/L
24. 10 mL de solução de ácido bórico (H_3BO_3) 0,1 mol/L

Procedimentos

Identificação de substâncias ácidas e básicas.

Para a diluição dos sólidos, utilizou-se os cálculos abaixo:

Cálculo para a pesagem dos sólidos:

$$C = \frac{m}{M \cdot V}$$

Eq.(1)

Onde, C = Concentração molar; m = massa; M = massa molar e V = volume.

Usou-se 0,1 mol/L para todos os sólidos.

1) Cloreto de amônio (NH_4Cl)

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} = \frac{m}{\frac{53,49g}{mol} \cdot 10 \text{ mL}}$$

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} \cdot \frac{53,49g}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL} \cdot \frac{1L}{1000 \text{ mL}} = m$$

$$\mathbf{m = 0,0534 \text{ g}}$$

Eq.(1.1)

2) Sulfato de sódio (Na₂SO₄)

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} = \frac{m}{\frac{142,04g}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL}}$$

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} \cdot \frac{142,02g}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL} \cdot \frac{1L}{1000 \text{ mL}} = m$$

$$\mathbf{m = 0,14204g}$$

Eq.(1.2)

3) Carbonato de sódio (Na₂CO₃)

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} = \frac{m}{\frac{105,99g}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL}}$$

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} \cdot \frac{105,99g}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL} \cdot \frac{1L}{1000 \text{ mL}} = m$$

$$\mathbf{m = 0,10599g}$$

Eq.(1.3)

4) Bicarbonato de sódio (NaHCO₃)

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} = \frac{m}{\frac{84,01g}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL}}$$

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} \cdot \frac{84,01g}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL} \cdot \frac{1L}{1000 \text{ mL}} = m$$

$$\mathbf{m = 0,08401g}$$

Eq.(1.4)

5) Ácido bórico (H_3BO_3)

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} = \frac{m}{\frac{61,83 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL}}$$
$$\frac{0,1 \text{ mol}}{L} \cdot \frac{61,83 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = m$$
$$m = 0,06183 \text{ g}$$

Eq.(1.5)

1. Divida cada uma das soluções em dois tubos de ensaio, de forma que cada um receba a metade da solução. Use a estante para tubos de ensaio.
2. Coloque em um dos tubos de ensaio (com a metade da solução) algumas gotas de fenolftaleína, verifique se a solução tem caráter básico.
3. E na outra metade, algumas gotas de sal sódico de vermelho-de-metila. Use pipeta de Pasteur para acrescentar os indicadores. Verifique se a solução apresenta caráter ácido

Observações

1. Identifique o componente ácido ou básico em cada uma das substâncias utilizadas, conforme a definição de Brönsted-Lowry.
2. Para as soluções básicas, escreva a reação química em meio aquoso indicando os pares de ácidos e bases conjugados.
3. Para as soluções ácidas, escreva a reação química em meio aquoso indicando os pares de ácidos e bases conjugados.

Precauções de segurança

Utilize luva ao diluir as soluções. Faça o experimento na capela.

Experimento 4 - Estudo de reações de oxidação-redução em meio aquoso

Objetivos:

- Apoiar a aprendizagem do conceito de oxidação-redução, por meio do estudo de algumas reações de oxidação-redução em meio aquoso.
- Verificar propriedades oxidantes e redutoras de diversas espécies em meio aquoso.

Materiais:

1. Oito tubos de ensaio
2. 2 estantes para tubos de ensaio
3. 12 pipetas de pasteur
4. Pisseta com água destilada
5. 12 béqueres
6. 1 proveta
7. 3 pipetas graduadas de 5 mL
8. Luva
9. 2 espátulas
10. Bagueta
11. Caneta para vidraria
12. Diclorometano (CH_2Cl_2) 2 mL
13. Ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado
14. Solução de Iodeto de potássio KI, 0,1 mol/L
15. Solução de Iodato de potássio KIO_3 , 0,1 mol/L
16. Solução de Cloreto de Ferro II ($\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) 0,1 mol/L
17. Solução Sulfato de Zinco ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) 0,1 mol/L
18. Solução de Permanganato de potássio KMnO_4 , 0,1 mol/L
19. Solução de Nitrito de sódio (NaNO_2) 0,1 mol/L
20. Solução de Dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) 0,1 mol/L
21. Solução de Sulfato de Ferro II ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) 0,1 mol/L
22. Ácido clorídrico (HCl) 1:1
23. Etanol,(puro) 2 mL

Procedimentos

Verificação de propriedades oxidantes

Na série de experimentos que segue será utilizada uma solução de iodeto de potássio (KI) como indicador para substâncias oxidantes. O íon iodeto, I^- , incolor, é facilmente oxidado a iodo elementar (I_2), reconhecido pela coloração marrom ou violeta.

- 1) Rotule tubos de ensaio com as fórmulas das substâncias seguintes:
 - Dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$)
 - Iodato de potássio (KIO_3)
 - Nitrito de Sódio ($NaNO_2$)
 - Cloreto de Ferro III ($FeCl_3 \cdot 6H_2O$)
- 2) Coloque 2 mL das soluções preparadas nos tubos correspondentes.
- 3) Acrescente cinco gotas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) diluído a cada tubo.
- 4) Adicione três gotas de solução de Iodeto de potássio (KI) a cada um dos tubos.
- 5) Agite os tubos e observe a formação de iodo elementar.
- 6) Acrescente eventualmente 1 a 2 mL de diclorometano (CH_2Cl_2) para a extração do iodo (observe que o diclorometano não é solúvel em água)
- 7) Anote os resultados.

Verificação das propriedades redutoras

Um excelente indicador para substâncias redutoras é o íon permanganato (MnO_4^-) que possui uma intensa coloração roxa. Em meio ácido, o permanganato é reduzido facilmente ao cátion de manganês II (Mn^{2+}), que é incolor.

- 1) Rotule tubos de ensaio com as fórmulas das substâncias seguintes:
 - Nitrito de Sódio ($NaNO_2$)
 - Sulfato de Ferro II ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$)
 - Ácido clorídrico (HCl) 1:1
 - Etanol,(puro)
- 2) Coloque 2 mL das soluções preparadas nos tubos correspondentes.
- 3) Acrescente cinco gotas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) diluído a cada tubo.
- 4) Adicione três gotas de solução de permanganato de potássio ($KMnO_4$) a cada um dos tubos.
- 5) Agite os tubos e observe o desaparecimento da coloração do permanganato (algumas das reações ocorrem de imediato, outras mais lentamente).
- 6) Anote os resultados.

Observações:

1. Quais das substâncias pesquisadas são oxidantes?
2. Quais das substâncias pesquisadas são redutoras?
3. Quais das substâncias pesquisadas não apresentam nem propriedades oxidantes nem redutoras?
4. Quais das substâncias pesquisadas são anfóteras?
5. Apresente equações químicas completas para cada reação observada. Identifique a transferência de elétrons em cada reação.
6. Qual é a função do ácido sulfúrico nas reações realizadas?
7. Para os elementos químicos dos grupos 1,2,14,15,16 e 17 exemplifique um composto químico de cada grupo que apresente reação redox. Mostre esse comportamento por meio de reação química.

Precauções de segurança

Utilize luva ao diluir as soluções. Faça o experimento na capela.